Exercice N°1

I – Pour un couple acide-base AH/A^- correspond deux constantes d'équilibre K_a et K_b

1°) Qu'appelle- t- on chacune de ces constantes ?

2°) Etablir les expressions de ces deux constantes en fonction des concentrations.

3°) Etablir la relation liant K_a, K_b et K_e (produit ionique de l'eau).

II- On considère la réaction suivante :

$$HNO_2 + HCO_2^- \rightleftharpoons NO_2^- + HCO_2H$$

Acide 1 **Acide 2**

1°) Montrer qu'il s'agit d'une réaction acide- base.

2°) Quels sont les couples acide-base mis en jeu au cours de la réaction ?

3°)

a- Exprimer la constante d'équilibre K de la réaction en fonction de K_{a1} et K_{a2}

b- On donne : HNO_2/NO_2^- : pK_{a1}= **3.3** ; HCO_2H/HCO_2^- : pK_{b2}=**10.25** et pK_e= **14**. Déterminer la valeur de K

c- Comparer les forces des acides et celles des bases des couples mis en jeu dans la réaction.

4°) On considère un système chimique contenant : 0.1 mol de HNO_2, 0.2 mol de HCO_2H, 0.5 mol de HCO_2^- et 0.4 mol de NO_2^-.

Le système est-il en équilibre ? Si non dans quel sens évolue –t- il ? Justifier.

Exercice N°2 :

On donne : $K_e = 10^{-14}$ **à 25°C**

On considère les couples acide/base suivants : (A_1/CH_3NH_2) de pK_{a1}= **10.7** et (C_5H_5OH/B_2) de pK_{a2}= **10**.

1°) Donner les formules de A_1 et B_2 et comparer les forces des acides des deux couples.

2°) Ecrire l'équation de la réaction de la méthylamine CH_3NH_2 avec l'eau. Calculer la valeur de la constante d'équilibre K_1 de cette réaction.

3°)

a- Calculer la constante d'équilibre K de la réaction entre CH_3NH_2 et C_5H_5OH.

b- On mélange, en solution aqueuse, **0.1 mol** de chacune des entités des deux couples. Calculer les quantités de CH_3NH_2 et de A_1 à l'équilibre chimique.

c- Déduire la molarité de H_3O^+ dans la solution obtenue.